Fisika Atom

A. PENDAHULUAN

- **Gagasan awal** konsep mengenai atom:
  1) Demokritos menyatakan atom bersifat **diskontinu** (tidak dapat dibagi lagi).
  2) Aristoteles menyatakan atom bersifat **kontinu** (dapat dibagi terus menerus).
- **Konsep dasar atom** tersusun atas tiga partikel subatomik, yaitu elektron, proton, dan neutron.

Sifat	Elektron	Proton	Neutron
Letak	kulit atom	inti atom	inti atom
Notasi	${}^{0}_{-1}e$	${}^{1}_{1}p$	${}^{1}_{0}n$
Massa	0 sma	1 sma	1 sma
	$9,1 \times 10^{-31}$ kg	$1,6 \times 10^{-27}$ kg	$1,6 \times 10^{-27}$ kg
Muatan	negatif	positif	netral
	$-1,6 \times 10^{-19}$ C	$+1,6 \times 10^{-19}$ C	0 C
Penemu	Thomson	Goldstein, Rutherford	Chadwick
Percobaan	tabung sinar katoda, tetes minyak Milikan	tabung sinar anoda	penembakan partikel α

- **Teori-teori atom** berkembang melalui beberapa teori, antara lain teori atom Dalton, Thomson, Rutherford, Bohr, dan kuantum.

B. TEORI ATOM DALTON, THOMSON DAN RUTHERFORD

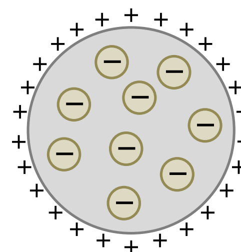
- **Teori atom Dalton** menjelaskan bahwa:



model atom Dalton

- Atom adalah partikel terkecil suatu materi yang tidak dapat dibagi lagi.
- Atom berbentuk bola pejal padat.
- Atom suatu unsur sifatnya sama, atom unsur yang berbeda sifatnya berbeda.
- Atom tidak dapat diciptakan dan dimusnahkan.
- Atom-atom dapat berikatan membentuk senyawa.
- Massa zat sebelum dan sesudah reaksi adalah tetap (hukum Lavoisier).
- Perbandingan massa atom-atom pembentuk suatu senyawa selalu tetap (hukum Proust).

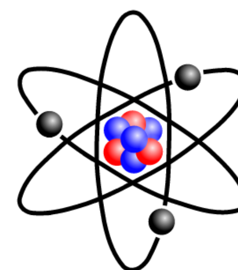
- **Kelebihan** teori atom Dalton:
  1) Merupakan teori atom pertama yang memunculkan teori-teori atom lain.
  2) Dapat menerangkan hukum dasar kimia Lavoisier dan Proust.
- **Kekurangan** teori atom Dalton:
  1) Tidak dapat menjelaskan penyebab perbedaan sifat atom suatu unsur dengan unsur lain.
  2) Tidak dapat menjelaskan kelistrikan/muatan materi.
  3) Tidak dapat menjelaskan cara atom-atom saling berikatan.
- **Teori atom Thomson** menjelaskan bahwa:



model atom *plum pudding* (roti kismis)

Atom adalah bola pejal padat bermuatan positif yang didalamnya tersebar elektron-elektron bermuatan negatif, sehingga saling menetralkan satu sama lain.

- **Thomson** melakukan percobaan tabung sinar katoda yang bersifat negatif dalam penemuan elektron.
- **Kelebihan** teori atom Thomson:
  1) Dapat menjelaskan keberadaan partikel subatomik.
  2) Dapat menjelaskan massa atom.
  3) Dapat menjelaskan kelistrikan/muatan atom.
- **Kekurangan** teori atom Thomson:
  1) Tidak dapat menjelaskan susunan muatan positif dan negatif dalam atom.
- **Teori atom Rutherford** menjelaskan bahwa:

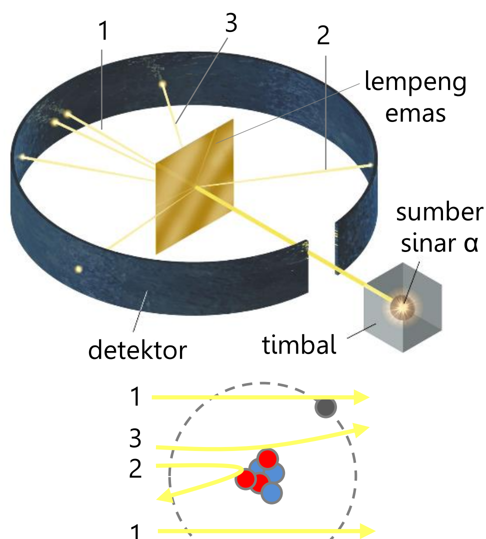


model atom tata surya



- Atom sebagian besar terdiri atas ruang kosong.
- Massa atom terpusat pada inti atom yang bermuatan positif.
- Inti atom dikelilingi elektron yang bermuatan negatif pada lintasan tertentu.

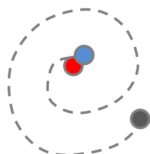
- **Rutherford** melakukan percobaan hamburan sinar α yang dibantu oleh Geiger dan Marsden.



- **Hasil percobaan Rutherford:**

	Sinar α	Arti
1	banyak yang diteruskan	atom sebagian besar adalah ruang kosong
2	sedikit yang dipantulkan	sinar α menabrak inti atom
3	sedikit yang dibelokkan	sinar α ditolak inti atom yang bermuatan positif

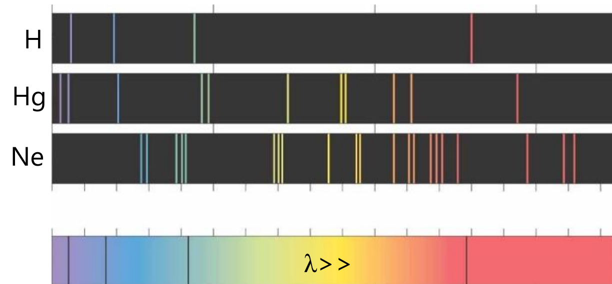
- **Kelebihan** teori atom Rutherford:
  1) Dapat menjelaskan peristiwa hamburan sinar α pada lempeng emas.
  2) Dapat menjelaskan keberadaan inti atom.
- **Kekurangan** teori atom Rutherford:
  1) Tidak dapat menjelaskan kestabilan atom, mengapa elektron tidak jatuh ke inti selama mengelilingi inti atom.

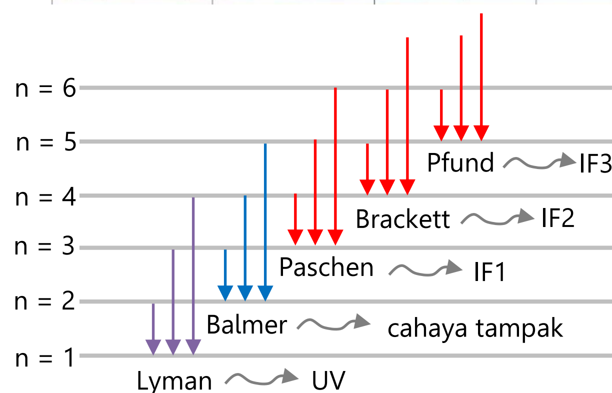


  Menurut hukum fisika klasik, benda bermuatan yang mengelilingi inti akan mengalami percepatan dan memancarkan energi, lama kelamaan akan jatuh ke inti karena kehabisan energi.
  2) Tidak dapat menjelaskan spektrum atom hidrogen yang bersifat diskret.

C. SPEKTRUM ATOM HIDROGEN

- **Spektrum atom hidrogen** adalah spektrum gelombang yang dipancarkan elektron ketika bertransisi ke tingkat energi yang lebih rendah.
- **Spektrum atom hidrogen** bersifat diskret, berbeda dengan spektrum Rutherford yang bersifat kontinu.
- **Spektrum atom hidrogen** terdiri atas:





1) **Deret Lyman** (berpindah ke kulit n = 1)
2) **Deret Balmer** (berpindah ke kulit n = 2)
3) **Deret Paschen** (berpindah ke kulit n = 3)
4) **Deret Brackett** (berpindah ke kulit n = 4)
5) **Deret Pfund** (berpindah ke kulit n = 5)

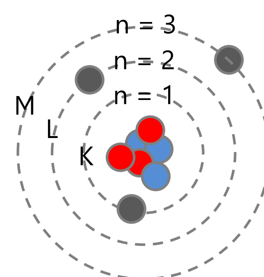
- **Panjang gelombang** pada deret spektrum atom hidrogen dapat dirumuskan:

$$\frac{1}{\lambda} = R.\left(\frac{1}{n_{tuj}^2} - \frac{1}{n_{as}^2}\right)$$

D = panjang gelombang
R = tetapan Rydberg (1,097 x 10^7/m)
n_{tuj} = tingkat energi tujuan, $n_{tuj} > n_{as}$
n_{as} = tingkat energi asal

D. TEORI ATOM BOHR

- **Teori atom Bohr** dijelaskan oleh postulat Bohr.



model atom Bohr



Elektron bergerak dengan lintasan melingkar mengelilingi inti atom di bawah pengaruh gaya Coulumb (sentripetal).

Gaya Coulumb

$$F_c = \frac{k.e^2}{r^2}$$

Fc = gaya Coulumb (N)
k = tetapan Coulumb (9 x 10^9 Nm^2/C^2)
e = muatan elektron (1,6 x 10^{-19} C)
r = jarak inti ke lintasan (m)

Elektron mengelilingi inti atom pada orbit/lintasan stasioner (kulit atom) dan pada tingkat energi tertentu.

Jari-jari orbit/lintasan

$$r = a_o.n^2 \qquad r = 0{,}528\ \text{Å}.n^2$$

r = jari-jari lintasan (Å)
ao = jari-jari Bohr (Å)

Energi potensial dan energi kinetik

$$Ep = -\frac{k.e^2}{r} \qquad Ek = \frac{k.e^2}{2r}$$

Energi elektron

$$E = Ep + Ek \qquad E = -\frac{k.e^2}{2r} \qquad E = -\frac{13{,}6eV}{n^2}$$

Energi elektron pada atom berelektron banyak

$$E = -\frac{13{,}6eV.Z^2}{n^2}$$

E = energi total elektron (J)
Z = nomor atom/jumlah proton
n = tingkat energi

Elektron memancarkan energi jika bertransisi dari tingkat energi tinggi ke rendah, dan menyerap energi jika bereksitasi dari tingkat energi rendah ke tinggi.

Energi yang dipancarkan/diserap

$$\Delta E = E_{as} - E_{tuj}$$

$$\Delta E = 13{,}6eV.\left(\frac{1}{n_{tuj}^2} - \frac{1}{n_{as}^2}\right)$$

ΔE = energi yang dipancarkan/diserap
n_{tuj} = tingkat energi tujuan
n_{as} = tingkat energi asal

Elektron dapat berada pada lintasan stasioner jika momentum sudut elektron memenuhi aturan tertentu.

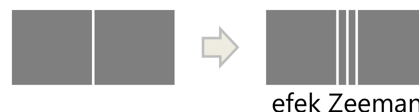
Momentum sudut elektron

$$L = m.r.v = n.\hbar \qquad \hbar = \frac{h}{2\pi}$$

$$L = n.\frac{h}{2\pi}$$

L = momentum sudut elektron (Nm)
n = tingkat energi
h = konstanta Planck (6,6 x 10^{-34} Js)

- **Percobaan Franck-Hertz** membuktikan kebenaran adanya tingkat energi pada atom.
- **Percobaan Franck-Hertz** membuktikan bahwa terjadi penurunan arus pada tabung uap raksa yang diberi tegangan dengan kelipatan tertentu.
- **Kelebihan** teori atom Bohr:
  1) Dapat menjelaskan kestabilan atom, atom terdiri atas beberapa kulit atom.
  2) Dapat menjelaskan spektrum atom hidrogen yang bersifat diskret.
  3) Dapat menjelaskan jari-jari orbit elektron.
  4) Dapat membuktikan adanya kuantisasi energi pada atom.
- **Kekurangan** teori atom Bohr:
  1) Teori hanya berlaku untuk atom/ion berelektron 1, misalnya H, He^+, Li^{2+}.
  2) Tidak dapat menjelaskan efek Zeeman.



efek Zeeman

Efek Zeeman adalah peristiwa terpecahnya deret spektrum atom hidrogen menjadi beberapa bagian akibat pengaruh medan magnet.

  3) Melanggar teori kuantum.

E. TEORI ATOM KUANTUM

- **Teori atom kuantum** dijelaskan oleh beberapa ilmuwan, antara lain:
  1) **Hipotesis de Broglie**

Partikel yang bergerak dapat memiliki sifat-sifat gelombang/cahaya dan panjang gelombang.

Panjang gelombang

Partikel umum

$$\lambda = \frac{h}{p} \qquad \lambda = \frac{h}{m.v}$$

p = momentum partikel (Ns)
m = massa benda (kg)
v = kecepatan partikel (m/s)

Elektron

$$\lambda = \frac{h}{\sqrt{2m_oeV}}$$

mo = massa elektron diam (9,1 x 10^{-31} kg)
e = muatan elektron (1,6 x 10^{-19} C)
V = beda potensial (V)



2) **Gelombang Schrödinger**

Jika elektron memiliki sifat gelombang, maka keadaan elektron dinyatakan dalam fungsi gelombang yang disebut gelombang Schrödinger.

3) **Asas ketidakpastian Heisenberg**

Keberadaan elektron dalam atom tidak dapat diketahui secara pasti, yang ada hanya kebolehjadian terbesar menemukan elektron dalam atom.

Daerah dengan kebolehjadian terbesar ditemukannya elektron disebut **orbital**.

- **Bilangan kuantum** adalah suatu harga yang menyatakan keadaan orbital suatu atom.
- **Bilangan kuantum** terdiri dari bilangan kuantum utama (n), azimuth (l), magnetik (m), dan spin (s).
- **Bilangan kuantum utama/prinsipal** (n) adalah suatu harga yang menyatakan tingkat energi atau kulit dalam atom.
- **Bilangan kuantum utama** antara lain:

Kulit	K	L	M	N
n	1	2	3	4

- **Tingkat dasar** (*ground state*) adalah keadaan dimana seluruh elektron dalam atom berada pada tingkat energi terendah atau serendah-rendahnya.
- **Bilangan kuantum azimuth/orbital** (l) adalah suatu harga yang menyatakan sub-kulit atom.
- **Harga l** yang diijinkan di setiap kulitnya adalah:

$0 \leq l \leq (n-1)$

Sub-kulit	s	p	d	f
l	0	1	2	3

- **Momentum sudut orbital** dapat dirumuskan:

$$L = \hbar\sqrt{l.(l+1)}$$

- **Bilangan kuantum magnetik** (m_l atau m) adalah suatu harga yang menyatakan banyak dan posisi/orientasi orbital.
- **Harga m** yang diijinkan di setiap sub-kulitnya:

$-l \leq m \leq +l$ **banyak orbital = 2l + 1**

- **Posisi/orientasi** atau orbital adalah tempat dimana elektron bergerak di dalam atom, dan masing-masing orbital maksimal menampung sepasang elektron.

Contoh:

Sub-kulit	**s**	**p**
Harga	0	-1 s.d. 1
Diagram	[0]	[-1][0][1]
Total orbital	1	3
Elektron maks	2	6

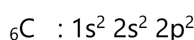
- **Bilangan kuantum spin** (m_s atau s) adalah suatu harga yang menyatakan kedudukan dan arah rotasi elektron pada suatu orbital.
- **Bilangan kuantum spin** tidak digunakan dalam menentukan keadaan orbital, hanya untuk menentukan perbedaan elektron pada orbital.
- **Karena terdapat dua elektron** dalam satu orbital, sedangkan keduanya memiliki kutub padanya, maka nilai elektron yang berpasangan dalam orbital tersebut harus berbeda nilai.
- **Harga bilangan kuantum spin** terdiri dari:

Harga	**$s = +\frac{1}{2}$**	**$s = -\frac{1}{2}$**
Elektron	S, S, U, U	S, U, S, U
Arah	berlawanan jarum jam	searah jarum jam
Kutub	terbalik	tidak terbalik
Posisi pada orbital	[↑]	[↓]

- **Larangan Pauli** menyatakan bahwa:

Tidak ada elektron dengan keempat bilangan kuantum yang sama dalam satu atom.

Contoh:



$_6C$: $1s^2\ 2s^2\ 2p^2$

[↑↓] [↑↓] [↑][↑][ ]

Elektron ke	**n**	**l**	**m**	**s**
1	1	0	0	$+\frac{1}{2}$
2	1	0	0	$-\frac{1}{2}$
3	2	0	0	$+\frac{1}{2}$
4	2	0	0	$-\frac{1}{2}$
5	2	1	-1	$+\frac{1}{2}$
6	2	1	0	$+\frac{1}{2}$

